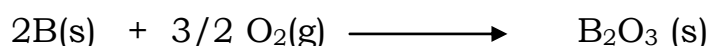


Filière SMP/SMC
TD de Chimie générale II – Série 1

Exercice 1

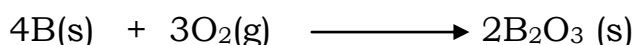
Considérons la réaction de combustion du bore solide :



1- Déterminer l'avancement de cette réaction lorsqu'on introduit dans l'enceinte réactionnelle :

- 4 moles de B(s) et 3 moles de O₂(g),
- 2 moles de B(s) et 2 moles de O₂(g),
- 2 moles de B(s), 2 moles de O₂(g) et 2 moles de B₂O₃ (s).

2- L'avancement serait-il le même si on considère la réaction :



Conclure.

Exercice 2

La température de l'eau d'une bombe calorimétrique augmente de 1,617°C quand on y fait passer un courant électrique de 3,20 A sous une tension de 12,0 V pendant 27 s.

1- Déterminer la capacité calorifique du calorimètre.

2- Dans cette bombe calorimétrique, on introduit 0,3212 g de glucose (C₆H₁₂O₆ solide) avec la quantité de dioxygène juste nécessaire à sa combustion. On provoque la combustion à l'aide d'une étincelle et on note une élévation de la température de l'eau du calorimètre de 7,793°C.

- Ecrire la réaction de combustion du glucose.
- Calculer l'énergie interne standard à 25°C.
- En déduire l'enthalpie standard de combustion du glucose à 25°C.
- Déterminer l'enthalpie standard de formation du glucose solide à 25°C.

Donnée :

- Enthalpies standard de formation :

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) = - 393,51 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{liq}) = - 285,83 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

Exercice 3

La chaleur de réaction de combustion du carbone en monoxyde de carbone ne peut être déterminée expérimentalement du fait qu'il se forme également du dioxyde de carbone.

A partir des données ci-dessous, calculer l'enthalpie standard de cette réaction à 298 K.

Données :

- Enthalpie standard de la combustion complète du carbone graphite ($-393,51 \text{ kJ.mol}^{-1}$),
- Enthalpie standard de combustion du monoxyde de carbone (-283 kJ.mol^{-1}).

Exercice 4 (Extrait du Contrôle de rattrapage 2011 - 2012)

Dans les conditions standard et à 298K, l'acroléine $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ est liquide.

1- Dans ces conditions, écrire la réaction de formation et la réaction de combustion pour cette substance.

2- Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'acroléine à partir de son énergie de combustion puis à partir des enthalpies de liaison. Comparer les deux valeurs obtenues et commenter.

Données, à 298K :

- Enthalpies standard de formation (en kJ.mol^{-1})

$$\Delta_f H^\circ_{298K}(\text{H}_2\text{O}, \text{ liq}) = -285,83 \quad ; \quad \Delta_f H^\circ_{298K}(\text{CO}_2, \text{ g}) = -393,5$$
$$\Delta_f H^\circ_{298K}(\text{C}, \text{ g}) = 716,7.$$

- Enthalpies standard de combustion et de vaporisation de l'acroléine liquide (en kJ.mol^{-1}) :

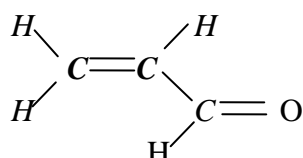
$$\Delta_c H^\circ_{298K}(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}, \text{ liq}) = -1628,53$$

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ_{298K}(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}, \text{ liq}) = 20,9.$$

-Enthalpie de liaison, (kJ.mol^{-1}) :

	H-H	O=O	C=C	C=O	C-C	C-H
$\Delta_l H^\circ_{298K}$	-436	-498	-615	-799	-345	-413

Formule développée de l'acroléine :



Exercice 5

L'ammoniac NH_3 subit une décomposition thermique (supposée totale) en phase gazeuse en donnant du dihydrogène et du diazote selon la réaction :



Calculer pour cette réaction

1- La variation d'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ_{298\text{K}}$.

2- La variation de l'énergie standard $\Delta_r U^\circ_{298\text{K}}$.

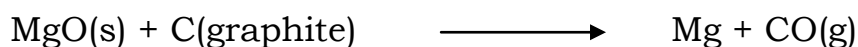
3- la variation d'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ_{598\text{K}}$.

Données

- Constante des gaz parfaits : $R = 8.31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$,
- Enthalpie standard de formation de l'ammoniac gazeux à 25°C :
 $\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{NH}_3, \text{g}) = -46,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$,
- Capacités calorifiques molaires à pression constante $c_p \text{ (J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1})$
 $c_p(\text{N}_2, \text{g}) : 29,1$; $c_p(\text{H}_2, \text{g}) : 28,9$; $c_p(\text{NH}_3, \text{g}) : 35,1$.

Exercice 6

On considère la réaction de réduction de l'oxyde de magnésium par le carbone :



Selon la température, le métal obtenu est solide, liquide ou gazeux. Sous la pression de 1 bar, le magnésium fond à 651°C et bout à 1107°C .

Déterminer l'enthalpie standard de cette réaction à la température $T = 700^\circ\text{C}$.

Données :

- Enthalpies standard de formation à 298 K (en kJ.mol^{-1})
 $\Delta_f H^\circ(\text{CO}, \text{g}) = -110,52$ $\Delta_f H^\circ(\text{MgO}, \text{s}) = -601,83$
- Capacités calorifiques à pression constante (en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)
 $c_p(\text{Mg}, \text{s}) = 23,89$ $c_p(\text{Mg}, \text{liq}) = 32,51$
 $c_p(\text{CO}, \text{g}) = 29,31 + 3,07.10^{-3}T$ $c_p(\text{MgO}, \text{s}) = 37,42 + 0,37.10^{-3}T$.
 $c_p(\text{C}, \text{graphite}) = 11,29 + 10,87.10^{-3}T$.
- Enthalpie standard de fusion du magnésium : 8.96 kJ.mol^{-1} ,

Exercices à faire chez soi

Exercice I

On dispose à 25°C des enthalpies standard de combustion du carbone graphite $\Delta_c H^\circ_1 = -393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$, du soufre solide $\Delta_c H^\circ_2 = -297,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$ et du sulfure de carbone CS_2 (liquide) $\Delta_c H^\circ_3 = -1109 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

1- Ecrire les réactions de combustion de ces trois composés en considérant que les produits formés au cours de la combustion sont CO_2 et/ou SO_2 à l'état gazeux.

2- Déterminer l'enthalpie standard de formation de $\text{CS}_2(\text{liq})$ à 25°C.

3- A partir des données suivantes :

- Enthalpie standard de formation de $\text{C}(\text{g})$: $\Delta H^\circ_4 = 74,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$

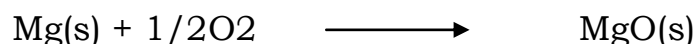
- Enthalpie standard de formation de $\text{S}(\text{g})$: $\Delta H^\circ_5 = 280,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$

- Enthalpie standard de vaporisation de CS_2 : $\Delta H^\circ_6 = 26,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$

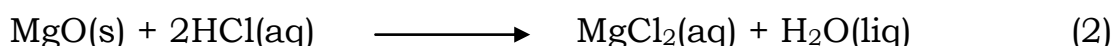
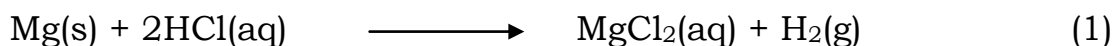
Calculer l'enthalpie de liaison $\text{S}=\text{C}$ dans CS_2 (de formule développée $\text{S}=\text{C}=\text{S}$).

Exercice II (Extrait 1er Contrôle 2011/2012)

On se propose de déterminer indirectement l'enthalpie standard de la réaction de combustion du magnésium, $\Delta_c H^\circ_{298\text{K}}$, représentée par l'équation – bilan :



Pour cela, on réalise des expériences calorimétriques permettant la détermination des enthalpies molaires standard, $\Delta_r H^\circ_1$ et $\Delta_r H^\circ_2$, associées aux réactions (1) et (2) ci-dessous :



Les valeurs obtenues à 298K, sont respectivement :

$$\Delta_r H^\circ_1 = -435 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ et } \Delta_r H^\circ_2 = -88,3 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

1-a- Exprimer l'enthalpie molaire standard ($\Delta_r H^\circ_3$) associée à la réaction (3) ci-dessous, en fonction de $\Delta_r H^\circ_1$ et $\Delta_r H^\circ_2$.

b- Calculer la valeur de $\Delta_r H^\circ_3$.

2-Sachant que l'enthalpie standard de formation de l'eau liquide à 298K ($\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}$, H_2O , liq) est égale à $-285,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$, déduire la valeur de $\Delta_c H^\circ_{298\text{K}}$ associée à la réaction de combustion du magnésium. Que représente également cette enthalpie de combustion ?

3-En utilisant les données ci-dessous, calculer, l'enthalpie standard de combustion du magnésium à 1000K ($\Delta_c H^\circ_{1000\text{K}}$).

Données :

- Capacités calorifiques molaires à pression constante à 298 K

$$c_p(\text{Mg, s}) = 24,89 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$c_p(\text{Mg, liq}) = 32,51 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1},$$

$$c_p(\text{MgO, s}) = 37,07 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$c_p(\text{O}_2, \text{g}) = 29,96 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1},$$

-Enthalpie standard de fusion du magnésium à 923K :

$$\Delta_{\text{fus}}H^\circ_{923\text{K}}(\text{Mg}) = 9 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

Exercice III

Le plâtre de construction $\text{CaSO}_4, 1/2\text{H}_2\text{O}$ est produit dans un four par déshydratation du gypse $\text{CaSO}_4, 2\text{H}_2\text{O}$ à 400°C.

- 1- Calculer l'enthalpie standard de la réaction de déshydratation du gypse à 25°C puis à 400°C. Cette réaction donne de l'eau à l'état vapeur.
- 2- Le gypse est introduit dans le four à 25°C. Quelle est l'énergie nécessaire pour produire un sac de plâtre de 40kg ?
- 3- L'énergie nécessaire pour effectuer la réaction est apportée par la combustion à 400°C de charbon C(s) dans l'air, l'air et le charbon sont introduits dans le foyer à la température de 25°C. On utilise le double de la quantité d'air nécessaire et les gaz sont évacués à la température du four. Sachant que le rendement thermique du four est de 80%, quelle quantité de charbon faut-il brûler pour produire un sac de plâtre de 40kg ?

Données :

- Enthalpies standard de formation à 298 K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_f H^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} = - 241,83; \quad \Delta_f H^\circ_{\text{gypse}(\text{s})} = - 2021; \quad \Delta_f H^\circ_{\text{plâtre}(\text{s})} = - 1575$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} = - 393,51.$$

- Capacités calorifiques à pression constante (en J.K⁻¹.mol⁻¹)

$$c_{p\text{CO}_2(\text{g})} = 34,11 + 20,40.10^{-3}T \quad c_{p\text{O}_2(\text{g})} = 34,58 + 1,09.10^{-3}T$$

$$c_{p\text{H}_2\text{O}(\text{g})} = 29,59 + 11,38.10^{-3}T \quad c_{p\text{N}_2(\text{g})} = 27,17 + 4,18.10^{-3}T.$$

$$c_{p\text{gypse}(\text{s})} = 186; \quad c_{p\text{plâtre}(\text{s})} = 120; \quad c_{p\text{C}(\text{s})} = 8,6.$$

- Enthalpie standard de vaporisation de H₂O à 373K : 40,5 kJ.mol⁻¹,
L'air est considéré comme un mélange de 20% de O₂ et de 80% de N₂ en mole.

